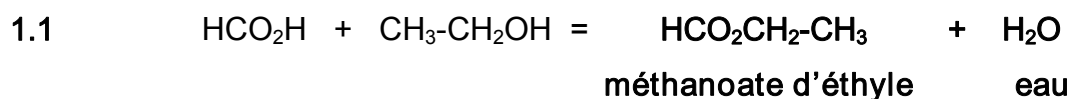




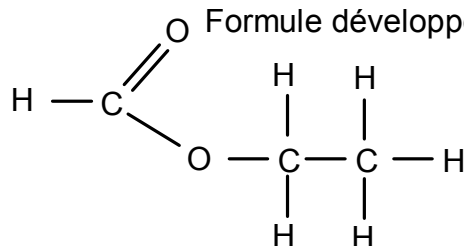
## Examen de Chimie

### Exercice I : Titrage acidobasique – estérification (17pts)

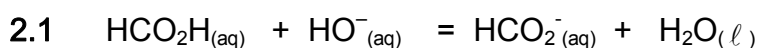
#### Partie I



1..2 Formule développée



#### Partie II



2.2 On titre en fait deux acides pour un volume équivalent  $V_{B1} = V_{B2} + V_{B3}$

Soit  $V_{B3} = V_{B1} - V_{B2}$                        $V_{B3} = 18,7 - 3,7 = 15,0 \text{ mL}$

2.3 À l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, la quantité d'acide méthanoïque restante est égale à la quantité de soude versée (volume  $V_{B3}$ ).

$n(\text{A}) = C_B \cdot V_{B3}$

$n(\text{A}) = 1,6 \times 15,0 \times 10^{-3} = 2,4 \times 10^{-2} \text{ mol}$

2.4

Équation		$\text{HCO}_2\text{H} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} = \text{HCO}_2\text{CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$			
État	Avancement	Quantités de matière (en mol)			
initial	$x = 0$	$n_i(\text{A}) = 0,200$	$n_i(\text{B}) = 0,500$	0	0
en cours	$x$	$n_i(\text{A}) - x$	$n_i(\text{B}) - x$	$x$	$x$
final	$x = x_f$	$n_i(\text{A}) - x_f$ $= n(\text{A})$	$n_i(\text{B}) - x_f$	$x_f$	$x_f$

D'après le tableau d'avancement :  $n_i(A) - x_f = n(A)$

Soit  $x_f = n_i(A) - n(A)$

$$x_f = 0,200 - 2,4 \times 10^{-2} = 0,200 - 0,024 = 0,176 \text{ mol}$$

$$2.5 \quad \tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

Si l'acide méthanoïque est le réactif limitant alors  $x_{\max} = n_i(A) = 0,200 \text{ mol}$

Si l'éthanol est le réactif limitant, alors  $x_{\max} = n_i(B) = 0,500 \text{ mol}$

L'acide méthanoïque conduit à l'avancement le plus petit, c'est donc le réactif limitant et  $x_{\max} = 0,200 \text{ mol}$ .

$$\tau = \frac{0,176}{0,200} = 0,880 = 88,0 \%$$

2.6 Le mélange étudié n'est pas équimolaire, or le taux d'avancement dépend de la composition initiale du système. Plus un des réactifs est en excès par rapport à l'autre plus le taux d'avancement augmente. La composition initiale (non équimolaire) permet d'expliquer la différence.

$$2.7 \quad K = \frac{[\text{HCO}_2\text{CH}_2\text{CH}_3]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}{[\text{HCO}_2\text{H}]_{\text{éq}} \cdot [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]_{\text{éq}}} = \frac{\frac{x_f}{V} \cdot \frac{x_f}{V}}{\frac{n(A)}{V} \cdot \frac{n_i(B) - x_f}{V}}$$

$$K = \frac{x_f^2}{n(A) \cdot (n_i(B) - x_f)}$$

$$K = \frac{(0,176)^2}{0,024 \times (0,500 - 0,176)} = 3,98 = 4,0$$

## Exercice II : Pourquoi cuisiner dans des casseroles en cuivre ? (23 pts)

### Partie A : Étamage d'une casserole

#### 1.1.

#### 1.2. L'électrolyse n'est pas une transformation spontanée.

La transformation chimique ne peut avoir lieu que grâce à l'apport d'énergie du générateur.

*cathode*

*anode*

2.1. La borne – du générateur apporte des électrons qui sont consommés par une réaction de réduction. L'**électrode A** reliée à la borne – est la **cathode**.

L'**électrode B** est l'**anode**, il s'y produit une oxydation qui libère des électrons « pompés » par la borne + du générateur.

2.2. À l'électrode A : l'oxydant  $\text{Sn}^{2+}$  est réduit,  $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Sn}_{(\text{s})}$ .

Cette électrode est effectivement constituée par le récipient qui se recouvre alors d'étain solide.

2.3. L'électrode B est constituée d'étain  $\text{Sn}_{(\text{s})}$  pur, celui-ci est oxydé :  $\text{Sn}_{(\text{s})} = \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-$ .

2.4. Équation de la réaction globale :  $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})\text{A}} + \text{Sn}_{(\text{s})\text{B}} = \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})\text{B}} + \text{Sn}_{(\text{s})\text{A}}$ .

Cette équation montre qu'il y a autant d'ions  $\text{Sn}^{2+}$  consommés que d'ions  $\text{Sn}^{2+}$  formés, ainsi la concentration des ions étain dans la solution **ne varie pas** au cours de la réaction.

3.1.  $Q = I \cdot \Delta t$

3.2. D'après la demi-équation de réduction, pour chaque mole d'étain déposée ce sont deux moles d'électrons qui sont échangées :  $\frac{n(e^-)}{2} = n_{Sn}$ .

3.3.  $Q = n(e^-) \cdot F$

3.4.  $Q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot F = 2n_{Sn} \cdot F = 2 \cdot \frac{m_{Sn}}{M_{Sn}} \cdot F$

$$\Delta t = 2 \cdot \frac{m_{Sn}}{I \cdot M_{Sn}} \cdot F$$

4.1.  $V = S \cdot e = \left( \frac{\pi D^2}{4} + 2\pi DH \right) \cdot e$  *il faut convertir e en cm*

$V = \left( \frac{\pi \times 15^2}{4} + 2\pi \times 15 \times 7,0 \right) \cdot 20 \times 10^{-4} = 2,0 \text{ cm}^3$  *Valeur non arrondie stockée en mémoire*

4.2.  $\rho = \frac{m}{V}$  donc  $m = \rho \cdot V$

$m = 7,30 \times 2,026 = 14,79 = 15 \text{ g}$  *calcul effectué avec la valeur non arrondie de V*

4.3.  $\Delta t = 2 \cdot \frac{m_{Sn}}{I \cdot M_{Sn}} \cdot F$

$\Delta t = 2 \times \frac{14,79}{0,250 \times 119} \times 9,65 \times 10^4 = 9,6 \times 10^4 \text{ s}$  soit environ 27 h

*calcul effectué avec  $m_{Sn}$  non arrondie*

4.4.  $Q = n_e \cdot F = I \cdot \Delta t$  donc  $n_e = I \cdot \Delta t / F = 0,250 \cdot 9,6 \times 10^4 / 9,6 \times 10^4 = 0.25 \text{ mol}$ .

## Annexe à rendre avec la copie

### Partie I - Question 1.2

Équation :  $\text{HCO}_2\text{H} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} =$

### Partie II - Question 2.4

Équation		$\text{HCO}_2\text{H} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} = \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$			
État	Avancement	Quantités de matière (en mol)			
initial	$x = 0$	$n_i(\text{A})$	$n_i(\text{B})$	0	0
en cours	$x$				
final	$x = x_f$				

### EXERCICE II :

#### Question 1

